A l'équilibre : $K = \dfrac{[Pb^{2+}]_{éq}}{[Sn^{2+}]_{éq}}$; soit : $K = \dfrac{1\times V - x}{1\times V + x}$;

Il vient donc : $x = 1\times V\dfrac{1-K}{1+K} = 1\times V\dfrac{1-0{,}464}{1+0{,}464}$;

soit : x = 0,366 V mol .

A l'équilibre chimique , on a donc :

$$[Pb^{2+}] = \frac{n_{Pb^{2+}}}{V} = \frac{1\times V - x}{V} = 1 - 0{,}366 = 0{,}634 \text{ mol.L}^{-1} ;$$

$$[Sn^{2+}] = \frac{n_{Sn^{2+}}}{V} = \frac{1\times V + x}{V} = 1 + 0{,}366 = 1{,}366 \text{ mol.L}^{-1} .$$

5° - Avant d'ajouter quelques gouttes d'ions Sn^{2+} , la pile ne débite plus du courant , alors E = 0 et $\Pi = K$. Juste après l'ajout des ions Sn^{2+} à volume constant , on a perturbé l'équilibre en augmentant la concentration $[Sn^{2+}]$, d'après la loi de modération , l'équilibre se déplace dans le sens qui modère cette perturbation ; donc dans le sens qui fait diminuer $[Sn^{2+}]$, c'est-à-dire le sens direct dans lequel Sn^{2+} oxyde Pb : alors l'électrode d'étain reçoit les électrons et débite le courant , c'est le pôle (+) ; l'électrode de plomb est le pôle (-) .

Activité (3)

On donne les potentiels normaux des couples rédox suivants :

$$E^0_{M_1^{n+}/M_1} = -0{,}76 \text{ V et } E^0_{M_2^{n+}/M_2} = -0{,}44 \text{ V.}$$

1° / On plonge une lame de (M_1) dans une solution des ions de (M_2^{n+}). Observe-t-on une réaction d'oxydoréduction spontanée ? Justifier la réponse.

2° / a- Définir le potentiel normal d'un couple rédox (ox/réd).

b- Faire le schéma du montage expérimental permettant sa mesure dans le cas du couple M_1^{n+}/M_1 en précisant les indications nécessaires.

3°/ On considère la pile symbolisée par : $M_1 \,I\, M_1^{n+}(C_1) \,II\, M_2^{n+}(C_2) \,I\, M_2$.

La mesure de la f.é.m initiale de cette pile donne E = 0,35 V.

a- Ecrire l'équation chimique associée à cette pile.

b- Faire le schéma de la pile et préciser le sens de circulation du courant dans le circuit extérieur quand la pile débite du courant.

c- En déduire l'équation de la réaction spontanée qui se produit quand la pile débite du courant.